

CHIMIE ET ENERGIE

I Cohésion de la matière

1.1. La molécule

- Livre: p 261, activité A, étudier et répondre aux questions
- Définitions: énergie de liaison, énergie de cohésion d'une molécule
- Documents:

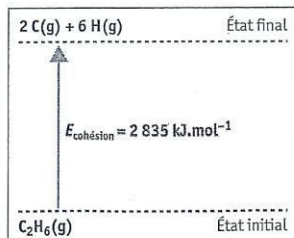
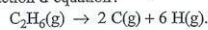


Fig. 1 – Énergie de cohésion de l'éthane gazeux. Il faut fournir une énergie de 2 835 kJ pour dissocier une mole de molécules d'éthane C_2H_6 gazeux à 25 °C selon la réaction d'équation:



L'énergie de cohésion de l'éthane gazeux est: $E_{cohésion} = 2 835 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

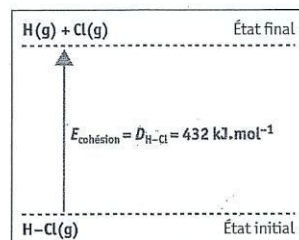


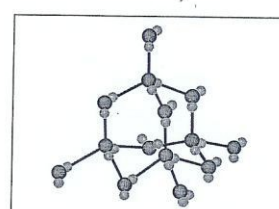
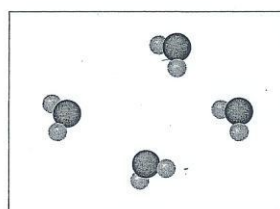
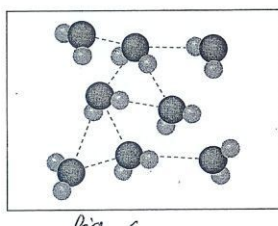
Fig. 2 – Énergie de la liaison H-Cl dans le chlorure d'hydrogène gazeux.

| Liaison covalente | Énergie moyenne de liaison à 25 °C (kJ.mol ⁻¹) |
|-------------------|--|
| C-C | 345 |
| C-O | 357 |
| C-H | 415 |
| O-H | 462 |
| O=O | 493 |
| C=C | 615 |

Fig. 3 – Valeurs moyennes de l'énergie de quelques liaisons.

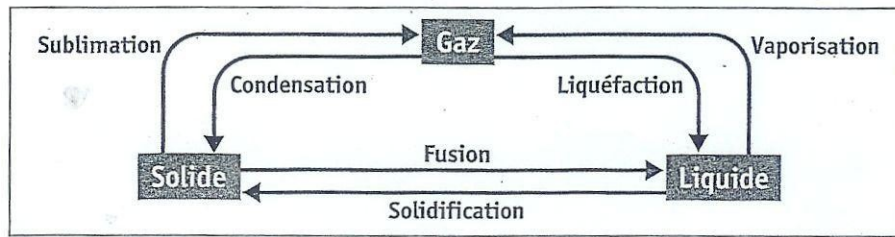
1.2. Assemblages de molécules

- Livre: p 261, activité B, étudier et répondre aux questions
- Livre p 268: l'eau, étudier et répondre aux questions
- En déduire: qualifier chacun des 3 états par quelques propriétés
- Documents:



II Transformations de la matière: aspects énergétiques

2.1. Changements d'état



Lors d'un changement d'état, les liaisons intermoléculaires sont modifiées:

| <i>Modification de l'état</i> | <i>Liaisons intermoléculaires</i> | <i>Sens du transfert d'énergie</i> | <i>Exemples de changements</i> |
|-------------------------------|-----------------------------------|------------------------------------|--------------------------------|
| Ordonné à moins ordonné | Rupture | | Fusion, |
| | | | |

(Tableau à compléter)

Exemple

À pression atmosphérique normale ($P = 1,013 \times 10^5$ Pa), il faut apporter

- une énergie de 40,7 kJ pour faire passer une mole de molécules d'eau de l'état liquide ($\theta = 100$ °C) à l'état gazeux ($\theta = 100$ °C): $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$;
- une énergie de 54,3 kJ pour faire passer une mole de molécules d'eau de l'état solide ($\theta = 0$ °C) à l'état gazeux ($\theta = 100$ °C): $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

2.2. Transformations chimiques

Activité 1 ci-après

III Applications au quotidien des effets thermiques

Transports, chauffage: enjeux et conséquences sur l'environnement, perspectives,...

Activités 2 et 3 ci-après.

Remarque: exercice sur les fullérènes 22 p277 !!

Activité 1

Un système qui est le siège d'une transformation chimique voit son énergie interne changer. Quel changement dans la structure microscopique de la matière provoque cette variation d'énergie ?

● **Feynman et la conservation de l'énergie**

Richard Feynman (1918-1988), physicien américain, est l'un des esprits les plus originaux de la génération d'après-guerre. Il reçut le prix Nobel en 1965 pour ses travaux en électrodynamique quantique. Dans l'une de ses conférences donnée en 1964, il parle de la conservation de l'énergie et parvient à en donner une idée simple sans trahir la physique :

« [...] On a découvert pour l'énergie une procédure avec une série de règles. À partir de chaque groupe de règles, on peut calculer un nombre pour chaque type d'énergie. En additionnant, tous ces nombres ensemble, pour toutes les différentes formes d'énergie, on obtient toujours le même total [...]. Quand les atomes se réorganisent selon une nouvelle structure, il y a une variation d'énergie et si cette quantité change, cela veut dire qu'une autre quantité doit aussi changer. Si, par exemple, on fait brûler quelque chose, l'énergie chimique change, on trouve de la chaleur là où il n'y en avait pas avant. »

R. Feynman, *La nature de la physique*, Éditions du seuil

1. Quelle loi sous-entend Feynman dans la troisième phrase ?
2. Lors d'une transformation chimique de la matière, à quoi est due la variation d'énergie du système ?
3. a. De quelle quantité Feynman parle-t-il dans la phrase : « si cette quantité change, cela veut dire qu'une autre quantité doit aussi changer » ?
b. Au nom de quel principe Feynman énonce-t-il cette phrase ?
4. Lors d'une combustion, l'énergie du système chimique varie. Que représente la chaleur que l'auteur évoque dans la dernière phrase ?

● **Énergie d'un système chimique et cohésion lors d'une combustion**

La combustion du méthane, $\text{CH}_4(\text{g})$, est une transformation chimique qui provoque une variation d'énergie du système chimique et un transfert d'énergie, par chaleur, du système vers le milieu extérieur si le système n'est pas isolé. Lors de cette combustion, le système dans l'état initial est à une température T_s et à une pression P_s . Dans l'état final, le système est ramené à la même température T_s et à la même pression P_s .

5. Écrire l'équation de la réaction de combustion du méthane.
6. En représentant les molécules en formule développée, écrire l'équation de la réaction à l'échelle microscopique.
7. Quel changement de la structure microscopique observe-t-on entre l'état initial et l'état final (**Indice 1**) ?
8. a. Comme tout objet, une molécule stocke de l'énergie : d'où provient cette énergie ?
b. Que faudra-t-il faire pour rompre la cohésion d'une molécule (**Indice 2**) ?
9. Une molécule de méthane a-t-elle la même énergie de cohésion qu'une molécule de dioxyde de carbone ? Argumenter en identifiant l'énergie de cohésion.
10. a. Conclure : quelle est l'origine de l'énergie de cohésion d'une molécule ?
b. Pourquoi l'énergie du système chimique varie-t-elle lors d'une transformation chimique ?



Richard Feynman (1918-1988).

Indice 1

Relire la quatrième phrase du texte de Feynman.

Indice 2

Une molécule est un édifice dont la cohésion est assurée par des liaisons covalentes entre atomes.

1 ACTIVITÉ

Les biocarburants et l'énergie

Pour produire l'énergie nécessaire au mouvement d'un véhicule, un moteur transforme de l'énergie chimique en énergie cinétique. L'énergie chimique est libérée lors de la combustion d'un carburant, le plus souvent issu du pétrole. Existe-t-il une alternative? Cette activité met l'accent sur l'intérêt des biocarburants dans le domaine des transports.

Dans de nombreuses agglomérations, les bus utilisent des carburants issus du colza ou contenant du bioéthanol. Pour nombre de véhicules utilitaires, comme les poids lourds et les tracteurs, le même choix a été fait de produire l'énergie à partir de la combustion de biocarburants.

Les végétaux chlorophylliens (Fig. 1) transforment l'énergie solaire en énergie chimique lors de la photosynthèse. Ils constituent donc un gisement d'énergie verte, appelée biomasse. L'homme dispose ainsi d'une source d'énergie renouvelable. Les biocarburants sont des combustibles liquides ou gazeux produits à partir de la matière végétale.

→ A Brûler du bioéthanol

Le bioéthanol, un biocarburant, est obtenu à partir de la fermentation alcoolique de betteraves à sucre, de cannes à sucre, de blé, de maïs, des résidus de l'industrie sucrière ou de topinambours. Le bilan énergétique global de la filière bioéthanol n'est que très faiblement positif.

L'utilisation du bioéthanol ou de l'ETBE en tant que biocarburant contribue à abaisser les émissions de dioxyde de soufre, d'oxyde de carbone, d'hydrocarbures et de composés aromatiques dans l'atmosphère. Elle augmente également l'indice d'octane du carburant (cf. exercice 25, chap. 13). Lors de leur combustion, les biocarburants restituent le dioxyde de carbone que les végétaux ont absorbé lors de leur croissance (photosynthèse – Fig. 2). Par ailleurs, ce biocarburant rend nécessaire l'utilisation des terres agricoles en jachère pour des cultures énergétiques.

- Pourquoi la biomasse est-elle une source d'énergie renouvelable?
- On supposera que le sucre est essentiellement constitué de glucose, de formule brute $C_6H_{12}O_6$. Écrire l'équation de la réaction de fermentation du sucre en éthanol CH_3-CH_2-OH et en dioxyde de carbone.
- Écrire l'équation de la combustion de l'éthanol en eau et dioxyde de carbone dans un moteur.
 - Calculer la quantité de dioxygène nécessaire à la combustion d'un gramme d'éthanol.
- Écrire l'équation de la combustion d'une essence classique en eau et en dioxyde de carbone dans un moteur. On supposera que cette essence est formée d'isooctane, de formule brute C_8H_{18} .
 - Calculer la quantité de dioxygène nécessaire à la combustion d'un gramme d'isooctane.
- Pour quelle raison les moteurs brûlant de l'éthanol doivent-ils être adaptés?
- Calculer le pouvoir énergétique de l'éthanol en $MJ.kg^{-1}$ (**Indice**)?
- Justifier la phrase: « le principal problème provient de la quantité d'énergie contenue dans l'éthanol » (**Indice**).
- D'un point de vue économique, la production d'éthanol est-elle rentable?

► Cours 5.1, p. 247



Fig. 1 – Le colza est un végétal qui permet de préparer un biocarburant.

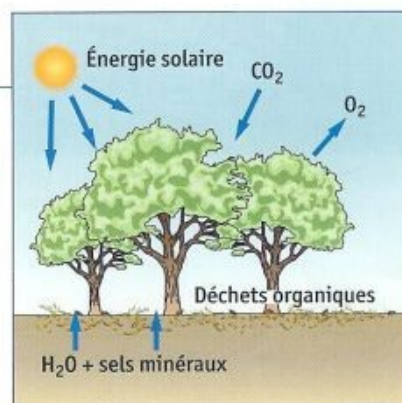


Fig. 2 – Le dioxyde de carbone formé par combustion a été utilisé lors de la photosynthèse. (→ Éléments prélevés ou libérés par les végétaux.)

Indice

- Le pouvoir énergétique est la quantité d'énergie libérée lors de la combustion d'un kilogramme de carburant avec production d'eau et de dioxyde de carbone.
- Pouvoir énergétique (en $MJ.kg^{-1}$).

| Méthanol | Pétrole | Gaz naturel |
|----------|---------|-------------|
| 20 | 45 | 50 |

- Énergies de liaison à 25 °C:

| | |
|-----------|-------------------|
| $D_{O=O}$ | 498 $kJ.mol^{-1}$ |
| D_{C-H} | 415 $kJ.mol^{-1}$ |
| D_{O-H} | 463 $kJ.mol^{-1}$ |

→ B Le diester

Un biocarburant comme le diester est produit à partir de plantes oléagineuses : soja, colza ou tournesol (Fig. 3 & 4). Un traitement mécanique permet d'en extraire des huiles végétales, nommées triglycérides. Des esters méthyliques sont alors obtenus par réaction de ces triglycérides avec le méthanol. Ces esters sont utilisés comme biocarburant dans les moteurs diesel en mélange avec le gazole (de 5 % à 20 %), d'où le nom du biocarburant diester (*di* pour le moteur diesel et *ester* pour le carburant). Ce mélange réduit notamment la quantité de particules émises lors de la combustion du gazole dans le moteur.

Le développement à grande échelle du diester est limité par son coût de production plus élevé que celui du gazole : pour le réduire, il faudrait cultiver le colza ou le tournesol sur d'immenses surfaces.

Des études récentes ont également montré que l'émission de dioxyde de carbone est abaissée lors de la combustion de biocarburants, comme le bioéthanol ou le diester. La combustion d'une tonne de biocarburant peut ainsi permettre une économie de 2,7 tonnes d'équivalent dioxyde de carbone par rapport à l'essence.

1. L'utilisation d'un biocarburant, comme l'éthanol ou le diester, contribue-t-elle à accroître l'effet de serre ? Donner deux raisons.
2. L'utilisation d'un carburant dérivé du pétrole (carburant fossile) contribue-t-elle à accroître l'effet de serre ? Le carbone suit-il un cycle ?

Fig. 4 – Pour lutter contre la pollution, les villes s'équipent de bus roulant au colza.



Fig. 3 – L'huile végétale extraite des graines de tournesol sert à fabriquer un biocarburant.



→ C Carburant fossile ou biocarburant ?

Les biocarburants semblent présenter certains avantages, notamment en matière d'environnement. Pourquoi ne sont-ils pas alors plus utilisés ?

- Pour qu'un biocarburant soit rentable, il faut qu'il soit énergétiquement rentable. Ainsi, pour rouler au tournesol, un agriculteur doit d'abord récolter l'huile végétale. Pour cela, il doit attendre le moment de la récolte, séparer les graines du reste de la plante, en extraire l'huile puis la traiter chimiquement. Le biocarburant est enfin prêt !

La production d'un biocarburant a donc un rendement en masse, et donc en énergie, faible.

- Le pétrole, lui, est un carburant naturel stocké depuis des millions d'années (Fig. 5).
- La production d'algues est beaucoup plus intéressante, car certaines espèces peuvent renfermer jusqu'à 50 % d'huile végétale en masse. Ce biocarburant pourrait alors être cultivé à grande échelle sur une surface raisonnable.

1. Argumenter la phrase : « La production d'un biocarburant a donc un rendement en masse, et donc en énergie, faible ».
2. Pourquoi le pétrole est-il économiquement un meilleur carburant ?
3. Quel biocarburant semble économiquement encore plus intéressant ? Pourquoi ?

Fig. 5 – Le pétrole est un carburant fossile. Cette huile extra-lourde (Canada), affleurante ou très peu enfouie, se présente sous l'aspect d'une pâte épaisse et collante et se révèle difficile à exploiter.



Activité 3:

2

L'hydrogène, le carburant du futur

► Cours 5.5, p. 248

Le moteur thermique alimenté par un carburant fossile pollue notre environnement. De plus, les réserves de pétrole s'épuisent. Les biocarburants représentent une alternative intéressante. L'automobiliste pourra-t-il un jour trouver dans une station service un carburant qui n'émet ni dioxyde de carbone ni gaz polluants ? Un moteur qui ne laisse derrière lui guère que de l'eau ? Cette activité propose de faire découvrir la pile à combustible.

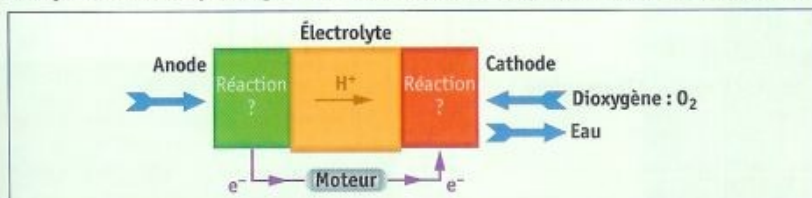
→ A La pile à combustible

En 1839, Sir William Grove inventa la pile à combustible: il constata que le mélange entre l'hydrogène et l'oxygène, après électrolyse de l'eau, libérait une grande quantité d'énergie. C'est la NASA qui, après des années de développement, employa en premier la pile à combustible dans les années 1960 pour équiper des véhicules spatiaux. Depuis, plusieurs voitures prototypes en sont équipées. Le pouvoir énergétique de l'hydrogène n'a pas d'équivalent. En effet, la réaction de combustion du dihydrogène libère beaucoup d'énergie. De plus, un moteur dont l'énergie provient de cette réaction est plus respectueux de l'environnement. Le problème de l'hydrogène est son risque d'inflammabilité et d'explosivité. Beaucoup d'accidents ont d'ailleurs eu lieu, comme celui de la montgolfière des Frères Zeppelin dans les années 1940 ou, plus récemment, l'explosion de la navette Challenger (1988).

Le principe d'une pile à hydrogène résout ce problème: le dihydrogène et le dioxygène ne sont pas en contact. Les gaz, dioxygène (air) et dihydrogène, sont distribués à deux électrodes:

- à l'électrode nommée anode arrive le dihydrogène;
- à l'électrode nommée cathode arrive le dioxygène.

Ces deux électrodes sont poreuses pour être perméables aux gaz. Elles sont séparées par un électrolyte imperméable aux gaz mais qui laisse passer les ions H^+ .



À l'anode se produit une réaction d'oxydation du dihydrogène. Les ions H^+ traversent l'électrolyte. À la cathode, le dioxygène subit une réduction.

Le cœur d'un moteur à hydrogène fonctionne suivant une petite centrale électrique avec un apport de dioxygène de l'air et de dihydrogène: la réaction chimique qui survient libère de l'eau et produit de l'énergie.

Ce dispositif est celui d'une pile à combustible (ou à hydrogène), qui permet de convertir de l'énergie chimique en énergie électrique, laquelle est alors disponible pour faire fonctionner un moteur électrique de voiture, par exemple (Fig. 1).



Fig. 1 – Véhicule utilisant une pile à combustible comme source d'énergie.

1. Écrire l'équation de la réaction entre le dioxygène et le dihydrogène.
2. Calculer le pouvoir énergétique de l'hydrogène en déterminant l'énergie libérée par la réaction précédente lorsqu'une masse de 1 kg de dihydrogène est consommée.
3. Justifier la phrase « Le pouvoir énergétique de l'hydrogène n'a pas d'équivalent » (Indice 1).
4. Pourquoi un moteur à hydrogène est-il respectueux de l'environnement ?

Indice 1

Pouvoir énergétique (en $MJ.kg^{-1}$).

| Pétrole | Gaz naturel |
|---------|-------------|
| 45 | 50 |

5. a. Écrire la demi-équation d'oxydation du dihydrogène à l'anode.
b. Écrire la demi-équation de réduction du dioxygène à la cathode.
c. Quelle espèce est libérée à la cathode?
d. Écrire l'équation de la réaction globale qui se produit dans la pile.
e. Quelle quantité d'énergie est susceptible d'être libérée si un kilogramme de dihydrogène est consommé par la pile à hydrogène?
f. Quel est l'avantage d'un tel dispositif appelé pile?
6. Conclure en indiquant les deux avantages de l'usage de la pile à hydrogène.

Données

- Couples d'oxydoréduction : $H^+(aq)/H_2(g)$; $O_2(g)/H_2O(l)$.
- Énergies de liaison à 25 °C :
 $D_{O-O} = 498 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $D_{H-H} = 436 \text{ kJ.mol}^{-1}$; $D_{O-H} = 463 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

→ B Le stockage de l'hydrogène

La mise au point d'une pile à combustible s'accompagne d'une réflexion sur le stockage du combustible : il doit être facile à mettre en œuvre et compatible avec les infrastructures de distribution de carburant existantes.

À 15 °C, sous la pression atmosphérique de 101 300 Pascal, le dihydrogène gazeux a une masse volumique de $0,085 \text{ kg.m}^{-3}$. En phase liquide, à une température de 20,3 K et une pression de 1,013 bar, sa masse volumique est de $70,79 \text{ kg.m}^{-3}$. Le mode de stockage le plus utilisé est sous forme comprimé, la pression de stockage pouvant atteindre 700 bars (Fig. 2).

Pour parcourir la même distance, le volume de dihydrogène liquide à embarquer dans une voiture est six fois plus grand que le volume d'essence.

Alors que l'oxygène est prélevé dans l'atmosphère, l'hydrogène peut être produit à partir de l'électrolyse de l'eau, de matière organique en décomposition (biomasse) ou de carburants fossiles.

1. Calculer le volume du réservoir de dihydrogène (15 °C, 101 300 Pa) qu'il faudrait si un kilogramme de dihydrogène était consommé?
2. Est-il concevable de stocker du dihydrogène gazeux? Pourquoi?
3. Calculer la pression à laquelle il faut amener un kilogramme de dihydrogène à 15 °C pour qu'il ait un volume d'un mètre-cube?
4. Stocker du dihydrogène liquide coûte-t-il de l'énergie?
5. Conclure en indiquant deux inconvénients du stockage de l'hydrogène.

Données

- Masse molaire du dihydrogène : $2,016 \text{ g.mol}^{-1}$.
- Énergie de liquéfaction du dihydrogène : $14 110 \text{ kJ.kg}^{-1}$.
- $R = 8,31 \text{ J.kg}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.

→ C Une solution au stockage, le méthanol

L'une des solutions au stockage de l'hydrogène est de fabriquer le dihydrogène à partir du méthanol (Indice 2). Il nécessite peu d'adaptation des stations service : de même que l'on peut faire le plein d'essence, on pourrait faire celui de méthanol. Le méthanol stocké dans le réservoir de la voiture électrique est transformé, en présence d'eau, en hydrogène dans un vaporeformeur, ce qui alimente alors la pile à combustible. L'hydrogène est ainsi fabriqué au fur et à mesure des besoins de la pile (Fig. 3). Ce procédé chimique peut être modélisé par une réaction qui, à partir du méthanol et de l'eau, produit du dihydrogène et du dioxyde de carbone. Les quantités de dioxyde de carbone relâchées ne sont pas comparables à celles d'un moteur thermique à essence ou diesel.

1. Écrire l'équation de la réaction dans le reformeur.
2. Quels sont les avantages de l'utilisation d'une pile au méthanol?



Fig. 2 – Orifice d'un réservoir permettant le stockage du dihydrogène dans une automobile.

Indice 2

Le méthanol est un liquide incolore à température ordinaire, à l'odeur de spiritueux. Présent à l'état de traces significatives dans le vin rouge, il est toxique à forte dose.



Fig. 3 – Silencieuse, peu gourmande, la pile à combustible au méthanol assure la locomotion de ce scooter.